Nombre de la práctica **“Ley de Hess”**		Práctica **9**
Elaboró Jiménez Zamorano María Regina Pérez Tapia Víctor Hugo Pérez Verdón Valeria Piña Nuñez Camila Sanchez Chavarría Leila Amalinally	**Equipo** **3**	**Calificación**
	Fecha de entrega 09-abril-2025	**Fecha de revisión**

I. INTRODUCCIÓN

II. CONOCIMIENTOS PREVIOS

III. OBJETIVOS

IV. PROCEDIMIENTO

V. RESULTADOS Y DISCUSIÓN

Tabla 2. Valores del calor de disolución del $KOH_{(s)}$.

Experimento	Temperatura del H_2O (T1)		Masa $KOH_{(s)}$	Masa H_2O	$KOH_{(s)}+H_2O$ Temperatura de la mezcla (T2)	
	°C	K	Kg	Kg	°C	K
1	27	300.15	0.0005	0.00099659	36.5	309.65
2	27	300.15	0.0005	0.00099659	36	309.15

Tabla 3. Valores del calor de disolución del $HNO_{3(l)}$.

Experimento	Temperatura del H_2O (T1)		Masa HNO_3	Masa H_2O	HNO_3+H_2O Temperatura de la mezcla (T2)	
	°C	K	Kg	Kg	°C	K

1	27	300.15	0.000594844	0.00099659	33	306.15
2	27	300.15	0.000594844	0.00099659	34	307.15

Tabla 4. Valores del calor de formación del $KNO_{3(l)}$.

Experimento	Temperatura de A (T1)		Temperatura de B (T1)		Masa HNO3(l)	Masa KOH(s)	HNO_3+H_2O Temperatura de la mezcla (T2)	
	°C	K	°C	K	Kg	Kg	°C	K
1	27.5	300.65	27	300.15	0.0005	0.000594844	30.3	303.45
2	27.3	300.45	27.2	300.35	0.0005	0.000594844	30.5	303.65

1. *Para cada una de las reacciones calcule la entalpía de reacción.*

$$\Delta \mathrm{H}^{\circ}_r = \sum n \cdot \Delta H^{\circ}_f(\text{Productos}) - \sum n \cdot \Delta H^{\circ}_f(\text{Reactivos})$$

- Parte A

$$KOH + H_2O \rightarrow K^+ + OH^-$$

$$\Delta H^{\circ}_f(\mathrm{KOH}) = 426 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}$$

$$\Delta H^{\circ}_f(H_2O) = -285.8 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}$$

$$\Delta H^{\circ}_f(K^+) = -251.2 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}$$

$$\Delta H^{\circ}_f(OH^-) = -229.94 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}$$

$$\Delta \mathrm{H}^{\circ}_r = \Delta H^{\circ}_f K^+ \left(-251.2 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}\right) + \Delta H^{\circ}_f OH^- \left(-229.94 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}\right) - \Delta H^{\circ}_f \mathrm{KOH} \left(426 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}\right) + \Delta H^{\circ}_f H_2O \left(-285.8 \frac{\mathrm{KJ}}{\mathrm{mol}}\right)$$

$$\Delta \mathrm{H}^{\circ}_r = -620.97\ KJ/mol$$

- Parte B

$$HNO_3 \rightarrow {NO_3}^- + H^+$$

$$\Delta H°_f(HNO_3) = -173.2\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H°_f({NO_3}^-) = -206.57\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H°_f(\text{H}^+) = 0\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta\text{H}°_r = \Delta H°_f {NO_3}^- \left(-206.57\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) - \Delta H°_f HNO_3 \left(-173.2\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right)$$

$$\Delta\text{H}°_r = -33.37$$

- Parte C

$$KOH + HNO_3 \rightarrow \text{KN}O_3 + H_2\text{O}$$

$$\Delta H°_f(\text{KOH}) = 426\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H°_f(HNO_3) = -173.2\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H°_f(KNO_3) = -492.7\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H°_f(H_2\text{O}) = -285.8\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta\text{H}°_r = \Delta H°_f KNO_3 \left(-492.7\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) + \Delta H°_f H_2\text{O}\left(-285.8\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) - \Delta H°_f \text{KOH}\left(426\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right) + \Delta H°_f HNO_3\left(-173.2\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}\right)$$

$$\Delta\text{H}°_r = -179.3\ KJ/mol$$

2. *Calcular el calor de la disolución para el KOH y el HNO_3.*

Disolución de KOH $\Delta H_1 = (\text{C} + Cp_{H_2\text{O}} \cdot m_{Total})(T_2 - T_1)$

- Ensayo 1

C= 27.089

Cp= 4.18 J

m(KOH)= 0.0005 Kg

m(H2O)= 0.00099659 Kg

T1= 300.15 K

T2= 309.65 K

$$\Delta H_1 = \big(27.089 + (4.18\ \mathrm{J}) \cdot (0.0005\ \mathrm{Kg} + 0.00099659\ \mathrm{Kg})\big)(309.65\mathrm{K} - 300.15\mathrm{K})$$

$$\Delta H_1 = 257.3455\ \mathrm{J}$$

- Ensayo 2

C= 27.089

Cp= 4.18 J

m(KOH)= 0.0005 Kg

m(H2O)= 0.00099659 Kg

T1= 300.65 K

T2= 309.15 K

$$\Delta H_1 = \big(27.089 + (4.18\ \mathrm{J}) \cdot (0.0005\ \mathrm{Kg} + 0.00099659\ \mathrm{Kg})\big)(309.15\mathrm{K} - 300.15\mathrm{K})$$

$$\Delta H_1 = 243.8573\ \mathrm{J}$$

$$\overline{\Delta H_1} = 250.6014\ J$$

Disolución de HNO_3 $\Delta H_2 = (\mathrm{C} + Cp_{H_2O} \cdot m_{Total})(T_2 - T_1)$

- Ensayo 1

C= 27.089

Cp= 4.18 J

m(HNO3)= 0.000594844 Kg

m(H2O)= 0.00099659 Kg

T1= 300.15 K

T2= 306.15 K

$$\Delta H_2 = (27.089 + (4.18\ \mathrm{J}) \cdot (0.000594844\mathrm{Kg} + 0.00099659\ \mathrm{Kg}))(306.15\mathrm{K} - 300.15\mathrm{K})$$

$$\Delta H_2 = 162.5739\ J$$

- Ensayo 2

C= 27.089

Cp= 4.18 J

m(HNO3)= 0.000594844 Kg

m(H2O)= 0.00099659 Kg

T1= 300.15 K

T2= 307.15 K

$$\Delta H_2 = (27.089 + (4.18\ \mathrm{J}) \cdot (0.000594844\mathrm{Kg} + 0.00099659\ \mathrm{Kg}))(307.15\mathrm{K} - 300.15\mathrm{K})$$

$$\Delta H_2 = 189.6695\ J$$

$$\overline{\Delta H_2} = 176.1217\ \mathrm{J}$$

3. *Calcular el calor de la formación para el KNO_3.*

   Formación de KNO_3 $\Delta H_3 = (\mathrm{C} + Cp_{H_2O} \cdot m_{Total})(T_2 - T_1)$

   - Ensayo 1

C= 27.089

Cp= 4.18 J

m(HNO3)= 0.000594844 Kg

m(KOH)= 0.0005 Kg

T1= 300.4 K

T2= 303.45 K

$$\Delta H_3 = \big(27.089 + (4.18\ \mathrm{J}) \cdot (0.000594844\mathrm{Kg} + 0.0005\ \mathrm{Kg})\big)(303.45\mathrm{K} - 300.4\mathrm{K})$$

$$\Delta H_3 = 82.6354\ J$$

   - Ensayo 2

C= 27.089

Cp= 4.18 J

m(HNO3)= 0.000594844 Kg

m(KOH)= 0.0005 Kg

T1= 300.4 K

T2= 303.65 K

$$\Delta H_3 = \big(27.089 + (4.18\ \mathrm{J}) \cdot (0.000594844\mathrm{Kg} + 0.0005\ \mathrm{Kg})\big)(303.65\mathrm{K} - 300.4\mathrm{K})$$

$$\Delta H_3 = 88.05412\ J$$

$$\overline{\Delta H_3} = 85.3448\ \mathrm{J}$$

4. *Calcule la entalpía de reacción teórica, a partir de los calores de disolución (KOH y el HNO_3) y el calor de formación (KNO_3).*

$$\Delta H_T = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$
$$\Delta H_T = 250.6014\ J + 176.1217\ \mathrm{J} + 85.3448\ \mathrm{J}$$
$$\Delta H_T = \ 512.0679\ \mathrm{J} = -512.0679\ \mathrm{J}$$

5. *Discuta y explique los resultados obtenidos en las diferentes tablas así como en los diferente H obtenidos.*

VI. CONCLUSIÓN

VII. BIBLIOGRAFÍA